

ENLACE QUÍMICO

Son las fuerzas que mantienen unidos a los átomos entre sí para formar moléculas o cristales que son más estables que los átomos por separados..

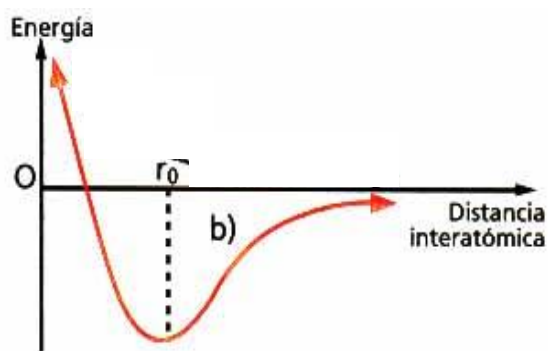


Diagrama de energía en la formación de una molécula de H₂

- Son de tipo eléctrico.
- Al formarse un enlace se desprende energía.
- La distancia a la que se colocan los átomos es a la que se desprende mayor energía produciéndose la máxima estabilidad.
- Los átomos se unen pues, porque así tienen una menor energía y mayor estabilidad que estando separado.

Estabilidad en un átomo.

Generalmente, los átomos buscan su máxima estabilidad adoptando una configuración electrónica similar a la que tienen los gases nobles ($1s^2$ o $n s^2 p^6$).

El comportamiento químico de los átomos viene determinado por la **estructura electrónica de su última capa** (*capa de valencia*).

Para conseguir la configuración electrónica de gas noble, los átomos perderán, capturarán o compartirán electrones (*regla del octeto*).

Tipos de enlaces.

- **Iónico**: unen iones entre sí.
- **Covalente**
- **Metálico**

ENLACE IÓNICO.

Se da entre elementos con una diferencia grande en su electronegatividad (metales y no-metales).

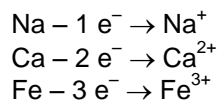
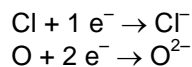
Los metales tienen, en general, pocos electrones en su capa de valencia y tienden a perderlos para quedar con la capa anterior completa (estructura de gas noble) convirtiéndose en **cationes**.

Los no-metales tienen casi completa su capa de valencia y tienden a capturar los electrones que les faltan convirtiéndose en **aniones** y conseguir asimismo la estructura de gas noble.

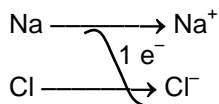
Reacciones de ionización

Los metales se ionizan perdiendo electrones: $M - n e^- \rightarrow M^{n+}$

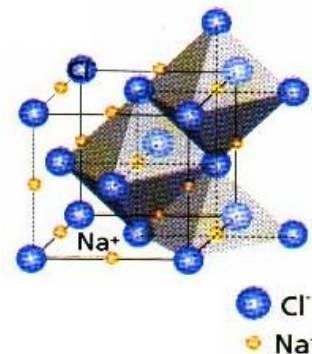
Los no-metales se ionizan ganando electrones: $N + n e^- \rightarrow N^{n-}$

Ejemplos:**Metales:****No-metales:**Ejemplos de enlace iónico:

1. NaCl



El catión Na^+ se rodea de 6 aniones Cl^- uniéndose a todos ellos con la misma fuerza, es decir, no existe una fuerza especial entre el Cl^- y el Na^+ que le dio el e^- . Forma una red cúbica centrada en las caras.

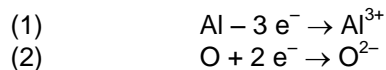


Estructura cristalina del cloruro de sodio

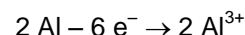
El enlace iónico se da por la atracción electrostática entre cargas de distinto signo, formando una estructura cristalina en tridimensional en la que todos los enlaces son igualmente fuertes.

2. Escribir las reacciones de ionización y deducir la fórmula del compuesto iónico formado por oxígeno y aluminio.

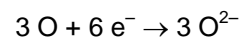
Las reacciones de ionización serán:



Para hacer coincidir el número de electrones : 2 x (1)



3 x (2)



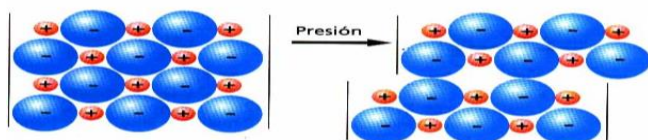
Sumando: $2\text{Al} + 3\text{O} \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{O}^{2-}$

La fórmula empírica será **Al_2O_3**

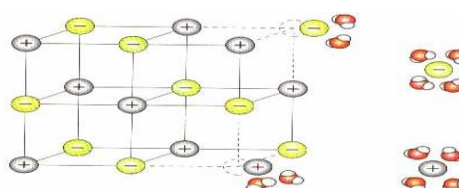
La fórmula de estos compuestos es empírica. Ya que sólo refleja la proporción en la que participan los iones en la red.

Propiedades de los compuestos iónicos.

- Sólidos cristalinos
- Duros y frágiles
- Punto de fusión y ebullición altos.
- Sólo solubles en disolventes polares.
- Conductores en estado disuelto o fundido, no en estado sólido.



Fragilidad en un cristal iónico



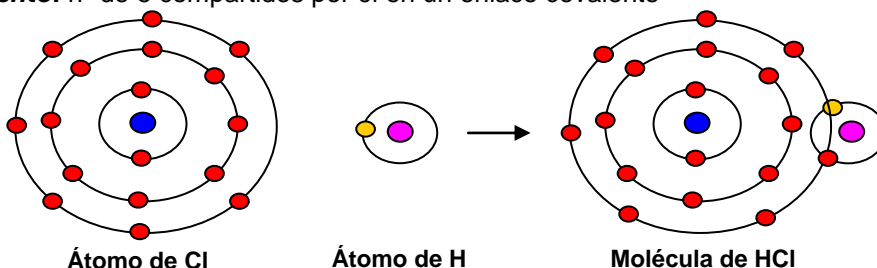
Solubilidad en un disolvente polar

ENLACE COVALENTE.

- Se da entre elementos no metálicos entre sí o con el H. Los átomos que se enfrentan son ambos de electronegatividad alta (no metales), ninguno de los dos cederá electrones
- Para adquirir la configuración de gas noble en su última capa permanecen juntos con el fin de **compartir electrones**.
- **Covalencia de un elemento:** nº de e compartidos por él en un enlace covalente

Esquema clásico del enlace covalente.

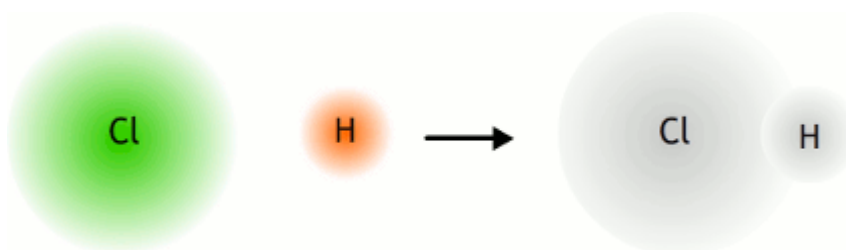
Los átomos permanecen juntos con el fin de compartir electrones.



Representación cuántica

Los átomos se acercan hasta que los orbitales **se solapan**.

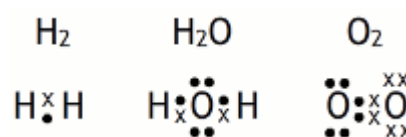
Los electrones de ambos átomos se mueven ahora en una "zona común": comparten electrones.

***Tipos de sustancias covalentes:***

- **Sustancias covalentes moleculares:** Los enlaces se establecen entre un número determinado y pequeño de átomos que forman la molécula representado en su fórmula.
- **Sólidos covalentes reticulares:** Los átomos, en un número no preciso, se unen mediante enlaces covalentes formando redes. No existen moléculas, su fórmula representa sólo la proporción entre sus tomos. Ej. Diamante, grafito, sílice.

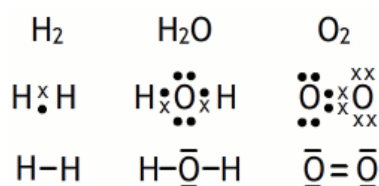
Diagrama de Lewis

Para representar las moléculas resultantes de la unión mediante enlace covalente se utilizan a menudo los **diagramas de Lewis** (derecha). En ellos se representan por puntos (o aspas) los electrones de la capa de valencia del átomo y los electrones compartidos se sitúan entre los átomos.



De esta manera es fácil visualizar los electrones compartidos y cómo ambos átomos quedan con **ocho electrones** (estructura de gas noble), lo que se conoce como **regla del octeto**

Para simplificar la escritura **los electrones de enlace se representan por una raya que une ambos átomos. Los pares no enlazantes se representan por rayas situadas en el símbolo del elemento:**



El enlace covalente puede ser:

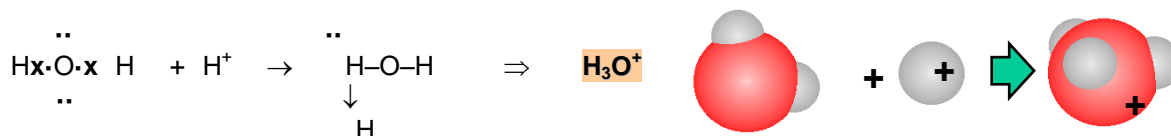
- **Simple:** Se comparten una pareja de electrones. : Cl : : Cl : ; : Cl – Cl :
- **Doble:** Se comparten dos parejas de electrones. : O : : O : ; : O = O :
- **Triple:** Se comparten tres parejas de electrones. : N : : N : ; : N ≡ N :

Enlace covalente coordinado o dativo

Se forma cuando uno de los átomos pone los 2 e⁻ y el otro ninguno.

Puede ocurrir que el par de electrones compartido sean aportado por uno solo de los átomos. En este caso el enlace covalente formado recibe el nombre de **enlace covalente coordinado o dativo** y se representa por una flecha que apunta del átomo que aporta el par (dador) hacia el que lo recibe (aceptor).

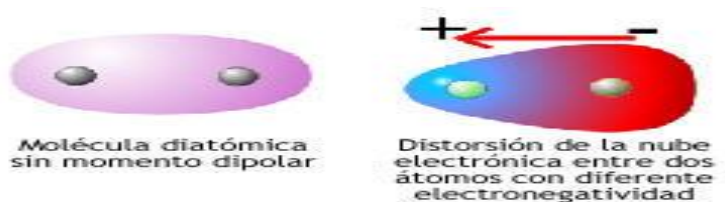
Ejemplo:



Polaridad de los enlaces covalentes

Consiste en el reparto desigual de los electrones compartidos del enlace entre los átomos que lo forman, apareciendo una carga parcial negativa “δ⁻” sobre el átomo más electronegativo y una carga parcial positiva “δ⁺” sobre el otro átomo. Se da cuando se enlazan átomos de diferente electronegatividad.

El átomo más electronegativo atrae hacia sí la nube de electrónica compartida.



Tipos de enlace covalente según su polaridad.

- **Enlace covalente apolar.**

Se da entre dos átomos de igual electronegatividad. Ej: **H₂, Cl₂, O₂**,

- **Enlace covalente polar.,**

Se da entre dos átomos distintos.

Es un híbrido entre el enlace covalente puro y el enlace iónico. Ej: **HCl, H₂O**,

Polaridad de las moléculas

Viene determinada por la resultante (vectorial) de los dipolos (vectores) de todos sus enlaces.

El resultado dependerá de la orientación en el espacio de los enlaces y esto a su vez depende de la geometría de la molécula.

De esta manera, dependiendo de la geometría de la molécula, una molécula puede resultar polar o apolar a pesar de tener enlaces polares en ambos casos

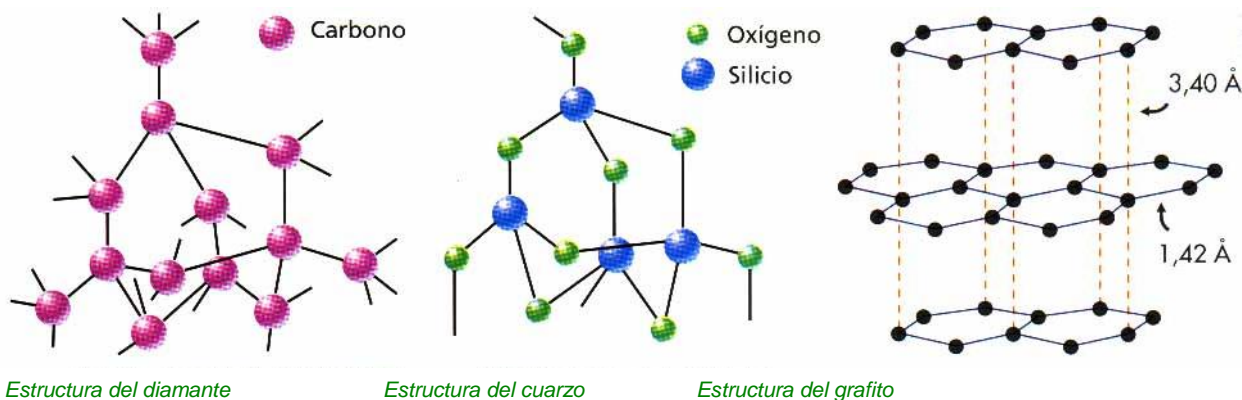


Izquierda: molécula de CO_2 . Aunque los dos enlaces CO son polares, la molécula, en conjunto, es apolar,

Derecha: molécula de H_2O . Los dipolos de los dos enlaces H-O se suman para dar un dipolo total no nulo. La molécula es polar.

Compuestos covalentes reticulares o cristalinos.

Forman enlaces covalentes simples en dos o tres dimensiones del espacio con átomos distintos.



PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS COVALENTES

Moleculares

- Puntos de fusión y ebullición bajos. La mayoría son gases, algunas líquidas y pocas sólidas.
- Solubles en disolventes apolares.
- No conducen la electricidad.

Reticulares o cristalinos

- Puntos de fusión y ebullición muy elevados.
- Insolubles en todos los disolventes.
- No conductores (el grafito sí presenta conductividad por la deslocalización de un e^- de cada átomo).

ENLACE METÁLICO.

Se da entre átomos metálicos.

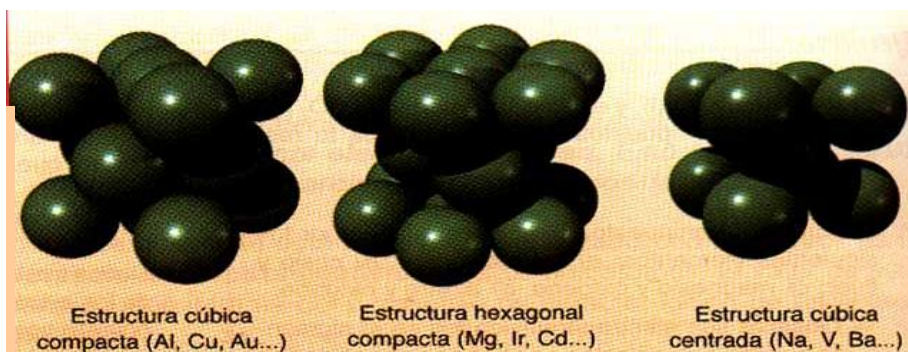
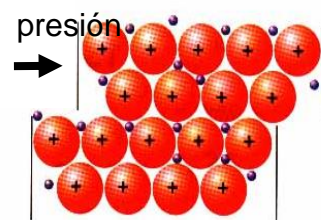
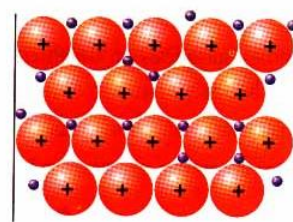
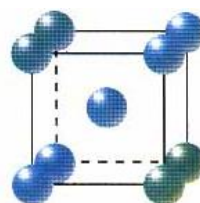
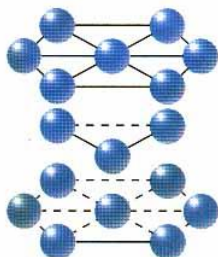
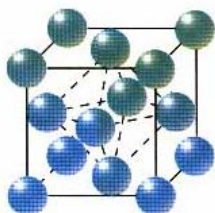
Todos tienden a ceder e^- .

Los cationes forman una estructura cristalina, y los e^- ocupan los huecos que quedan libres en ella sin estar fijados a ningún catión concreto (mar de e^-).

Los e^- están, pues bastante libres, pero estabilizan la estructura al tener carga contraria a los cationes.

Propiedades de los compuestos metálicos.

- Punto de fusión y ebullición muy variado (aunque suelen ser más bien alto)
- Son muy solubles en estado fundido en otros metales formando aleaciones.
- Muy buenos conductores en estado sólido.
- Son dúctiles y maleables (no frágiles).



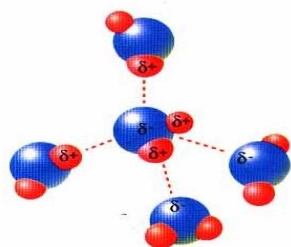
Empaquetamiento de cationes metálicos.

FUERZAS INTERMOLECULARES

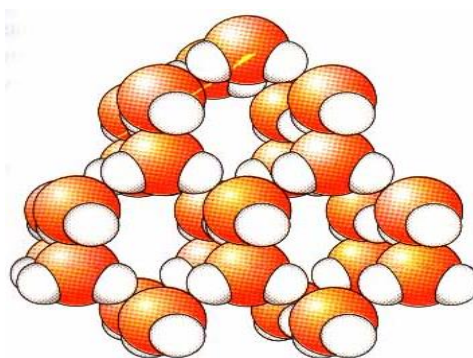
- Mantienen unidas las moléculas de sustancias covalentes moleculares y afectan a sus propiedades físico-químicas como el estado físico en que se presentan, su solubilidad etc...
- Son fruto de la interacción entre las moléculas.
- No tienen rango de enlace pues son de menor intensidad que el enlace químico.
- Son básicamente fuerzas de atracción dipolo-dipolo y existen dos tipos :

Enlace (puente) de hidrógeno

Se da entre moléculas muy polarizadas por ser uno de los elementos muy electronegativo y el otro un átomo de H, que al tener " δ^+ " y ser muy pequeño permite acercarse mucho a otra molécula.



Enlace de hidrógeno



Estructura del hielo
(puentes de hidrógeno)

Fuerzas de Van der Waals:

- Fuerzas de dispersión (London)
- Atracción dipolo-dipolo

Fuerzas de dispersión (London):

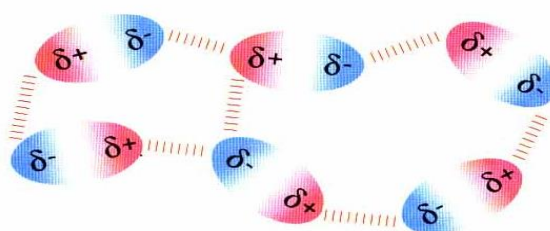
Aparecen entre moléculas apolares. En un momento dado la nube electrónica se desplaza al azar hacia uno de los átomos y la molécula queda polarizada instantáneamente. Este dipolo instantáneo induce la formación de dipolos en moléculas adyacentes.

Atracción dipolo-dipolo:

Se da entre moléculas polares. Al ser los dipolos permanentes la unión es más fuerte.



Fuerzas de dispersión



Atracción dipolo-dipolo